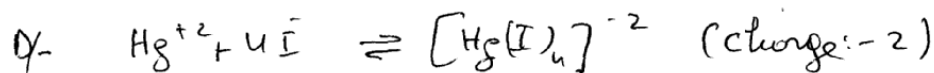
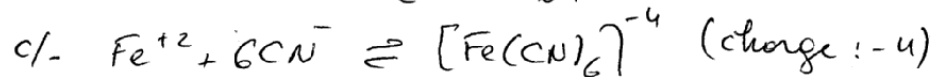
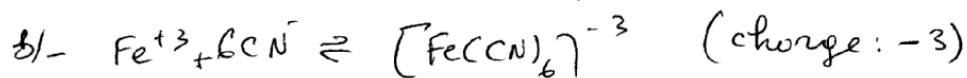
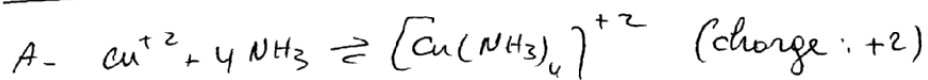


Corrigé type TD N°04

EX N°1



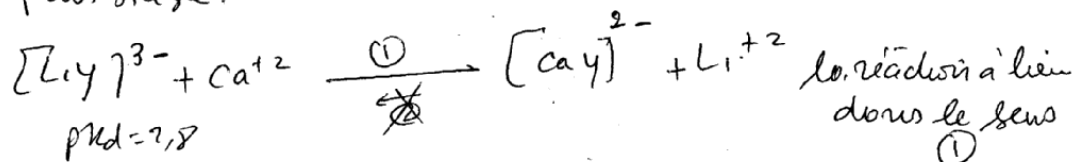
EX N°2

- Diamine argent (I)
- tétra ammine zinc (II)
- tétra cyanocuiivate (II)
- Fer penta carbonyle
- Diamine tétracyanocobaltate (III)
- Hexa aqua Fer (III)
- Bromure de pentaammine sulfato cobalt (III)

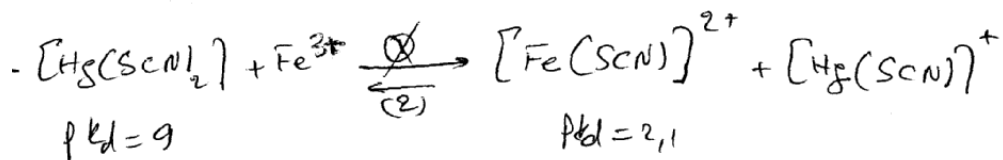
EX N°3

plus  $k_d \downarrow$  } plus le complexe sera stable.  
plus  $pK_d \uparrow$  }

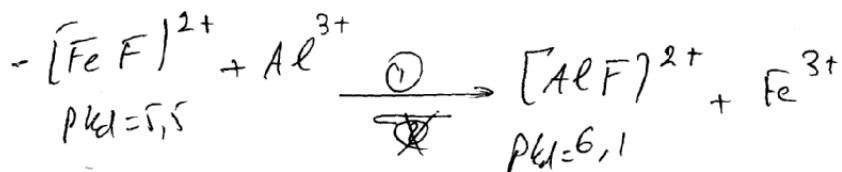
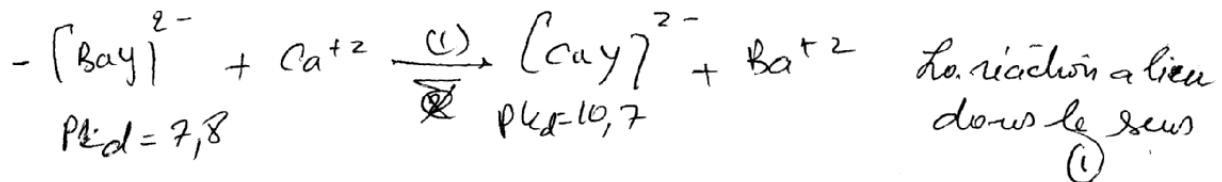
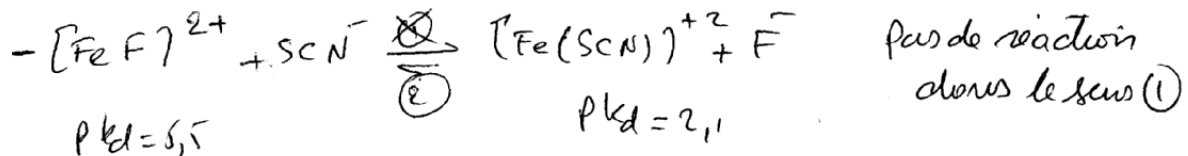
celui qui possède le  $pK_d$  le plus élevé sera le complexe le plus stable.



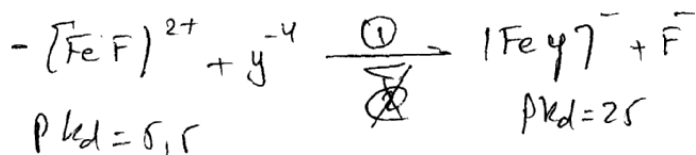
La réaction n'a pas lieu dans le sens ②



La réaction n'a pas lieu dans le sens (1)



La réaction a lieu dans le sens (1) pas de réaction dans le sens (2)



La réaction a lieu dans le sens (1)

Ex N° 4



$$K_f = \frac{[\text{BaY}]^{2-}}{[\text{Ba}^{2+}][\text{Y}^{4-}]} = 10^{7,8}$$

a/ -  $[\text{Ba}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$  et  $[\text{Y}^{4-}] = 0,01 \text{ M}$ .

Bilan de matière:  $[\text{Ba}^{2+}]_{\text{tot}} = [\text{Ba}^{2+}]_{\text{libre}} + [\text{BaY}]^{2-} = 10^{-2} \text{ M}$

$$[Y^{4-}]_{\text{tot}} = [Y^{4-}]_{\text{libre}} + \sqrt{[BaY]^{2-}} = 10^{-2} M$$

donc  $[Y^{4-}]_{\text{libre}} = [Ba^{2+}]_{\text{libre}}$

$$[Y^{4-}] = \frac{\sqrt{[BaY]^{2-}}}{K_f}$$

à l'équilibre  $[BaY]^{2-}$  est un complexe stable ( $K_f > 10^7$ )

on aura donc la quasi-totalité de  $Ba^{2+}$  ( $10^{-2} M$ ) qui sera complexée sous forme de  $[BaY]^{2-}$

$$\Rightarrow [Y^{4-}]_{\text{libre}} = \frac{\sqrt{[BaY]^{2-}}}{10^{7.8}} = 1,25 \cdot 10^{-5} M = [Ba^{2+}]_{\text{libre}}$$

ce que confirme notre approximation ( $1,25 \cdot 10^{-5} \ll 10^{-2}$ )

b)  $[Ba^{2+}]_{\text{tot}} = 0,01 M$  et  $[Y^{4-}] = 0,10 M$

Bilan de Matière:  $[Ba^{2+}]_{\text{tot}} = [Ba^{2+}]_{\text{libre}} + [BaY]^{2-} = 0,01 M$

$$[Y^{4-}]_{\text{tot}} = [Y^{4-}]_{\text{libre}} + [BaY]^{2-} = 0,10 M$$

$K_f \uparrow$  et supérieur à  $10^7 \Rightarrow [BaY]^{2-} \approx 10^{-2} M$

$$\Rightarrow [Y^{4-}]_{\text{tot}} = [Y^{4-}]_{\text{libre}} + [BaY]^{2-}$$

$$[Y^{4-}]_{\text{libre}} = [Y^{4-}]_{\text{tot}} - [BaY]^{2-} = 10^{-1} - 10^{-2} = 0,09 M$$

calcul de  $[Ba^{2+}]_{\text{libre}}$  à partir de  $K_f$ :

$$K_f = \frac{[BaY]^{2-}}{[Ba]^{2+} \cdot [Y]^{4-}} \Rightarrow [Ba^{2+}] = \frac{[BaY]^{2-}}{[Y^{4-}] \cdot K_f}$$

$$\Rightarrow [\text{Ba}^{2+}] = \frac{0,01}{0,09 \times 10^{7,8}} = 1,78 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

ce qui vérifie notre approximation

$$[\text{Ba}^{2+}]_{\text{libre}} \ll [(\text{BaY})^{2-}]$$

$$1,76 \cdot 10^{-9} \ll 10^{-2}$$

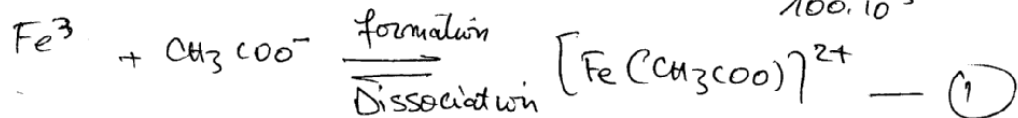
Ex N° 5

1- acetate fer (III)

2-  $n(\text{Fe}^{3+})_{\text{initial}} = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_{\text{initial}} = 0,1 \times 30 \cdot 10^{-3} = 0,003 \text{ mol}$

Après le mélange des deux solutions

$$[\text{Fe}^{3+}]_{\text{initiale}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{initiale}} = C_0 = \frac{0,003}{100 \cdot 10^{-3}} = 0,03 \text{ M}$$



t=0  $C_0$   $C_0$  0.

teq  $C_0 - x$   $C_0 - x$  x

$$K_d = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})]^{2+}} = \frac{(C_0 - x)(C_0 - x)}{x} = 10^{-3,2}$$

$$K_d = \frac{(C_0 - x)^2}{x} = 10^{-3,2}$$

$$x^2 - x(2C_0 + K_d) + C_0^2 = 0 \quad x = 4,47 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

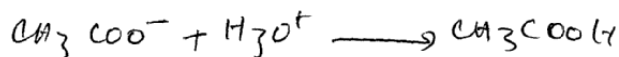
les concentrations des espèces sont respectivement:

$$[\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})]^{2+} = 4,47 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,03 - 4,47 \cdot 10^{-2} = 0,0053 \text{ M}$$

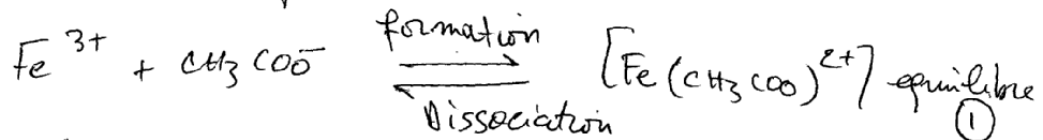
$$[\text{Na}^+] = [\text{NO}_3^-] = 0,03 \text{ M}$$

3/- lorsqu'on ajoute des ions  $H_3O^+$ , ils vont réagir les ions  $CH_3COO^-$  selon la réaction



on aura donc diminution des ions  $CH_3COO^-$

D'après la loi de Le chatelier, l'équilibre se déplacera de manière à compenser ce qui est retiré



l'équilibre  $\textcircled{1}$  va se déplacer vers la dissociation du complexe

4/- lorsqu'il n'y a que 1% des ions  $Fe^{3+}$  complexé

1% de  $Fe^{3+}$  est complexé et  $[Fe(CH_3COO)^{2+}] = 0,05 \times 0,01 = 5 \cdot 10^{-4}$

$$* [Fe^{3+}] = 0,99 \times 0,05 = 0,0495 \text{ M}$$

$$K_d = \frac{[Fe^{3+}][CH_3COO^-]}{[Fe(CH_3COO)^{2+}]} \Rightarrow [CH_3COO^-] = K_d \frac{[Fe(CH_3COO)^{2+}]}{[Fe^{3+}]}$$

$$[CH_3COO^-] = 10^{-3,2} \frac{5 \cdot 10^{-4}}{0,0495} = 6,37 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$C_0 = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-] + [Fe(CH_3COO)^{2+}]$$

$$\Rightarrow [CH_3COOH] = C_0 - [CH_3COO^-] - [Fe(CH_3COO)^{2+}]$$

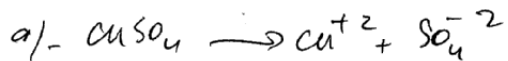
$$= 0,05 - 6,37 \cdot 10^{-6} - 5 \cdot 10^{-4} = 4,949 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{K_a [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-4,8} \frac{4,949 \cdot 10^{-2}}{6,37 \cdot 10^{-6}} = 0,1237$$

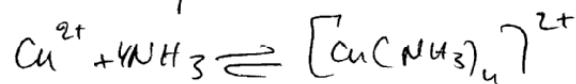
$$pH = -\log [H_3O^+] = 0,91$$

Ex N°06



$$[Cu^{2+}] = 5 \cdot 10^{-11} \quad \text{et} \quad [NH_3] = 2,0017$$

b) - équilibre de complexation



$$K_d = \frac{[Cu^{2+}][NH_3]^4}{[Cu(NH_3)_4]^{2+}} = 10^{-13,3}$$

- La quantité de  $CuSO_4$  utilisée =  $[Cu^{2+}]_{Tot}$

$$[Cu^{2+}]_{Tot} = [Cu^{2+}]_{libre} + [Cu(NH_3)_4]^{2+}$$

$$[Cu^{2+}]_{Tot} = [Cu^{2+}]_{libre} + \frac{[Cu^{2+}]_{libre} [NH_3]^4}{K_d}$$

$$[Cu^{2+}]_{Tot} = 5 \cdot 10^{-11} + \frac{5 \cdot 10^{-11} \times 2^4}{10^{-13,3}}$$

$$[Cu^{2+}]_{Tot} = 1,596 M$$

\* la quantité de  $CuSO_4$  ( $M = 159,5$ )

$$[CuSO_4] = [Cu^{2+}]_{Tot} = 1,596 M$$

$$C = \frac{m}{MV} \Rightarrow m = C \cdot M \cdot V = 1,596 \times 159,5 \times 0,1$$

$$m_{CuSO_4} = 127,3 g$$